TEORIA ATÔMICA



APRESENTAÇÃO

Olá!

Nesta Unidade de Aprendizagem, conheceremos um pouco sobre Teoria Atômica.

Bons estudos.

Ao final desta Unidade de Aprendizagem, você deve apresentar os seguintes aprendizados:

- Reconhecer a evolução da teoria atômica;
- Apresentar a estrutura do átomo;
- Diferenciar elétrons, prótons e nêutrons.

DESAFIO

O desafio é desenhar a evolução dos modelos atômicos, desde a teoria de Demócrito até o modelo atômico atual. Essa atividade deve ser feita em folha de ofício e à mão.

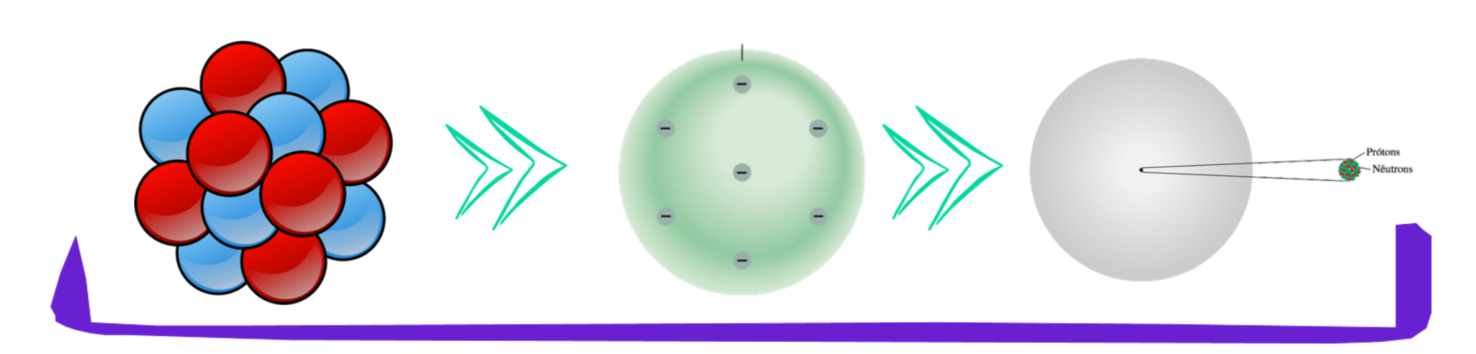
Use sua criatividade!

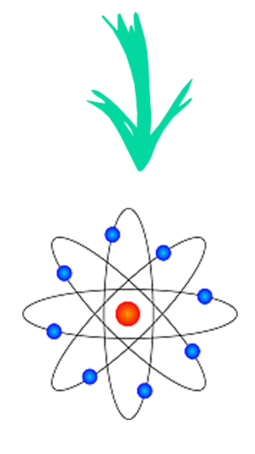


INFOGRÁFICO

O esquema a seguir mostra a evolução dos modelos atômicos.

Evolução atômica



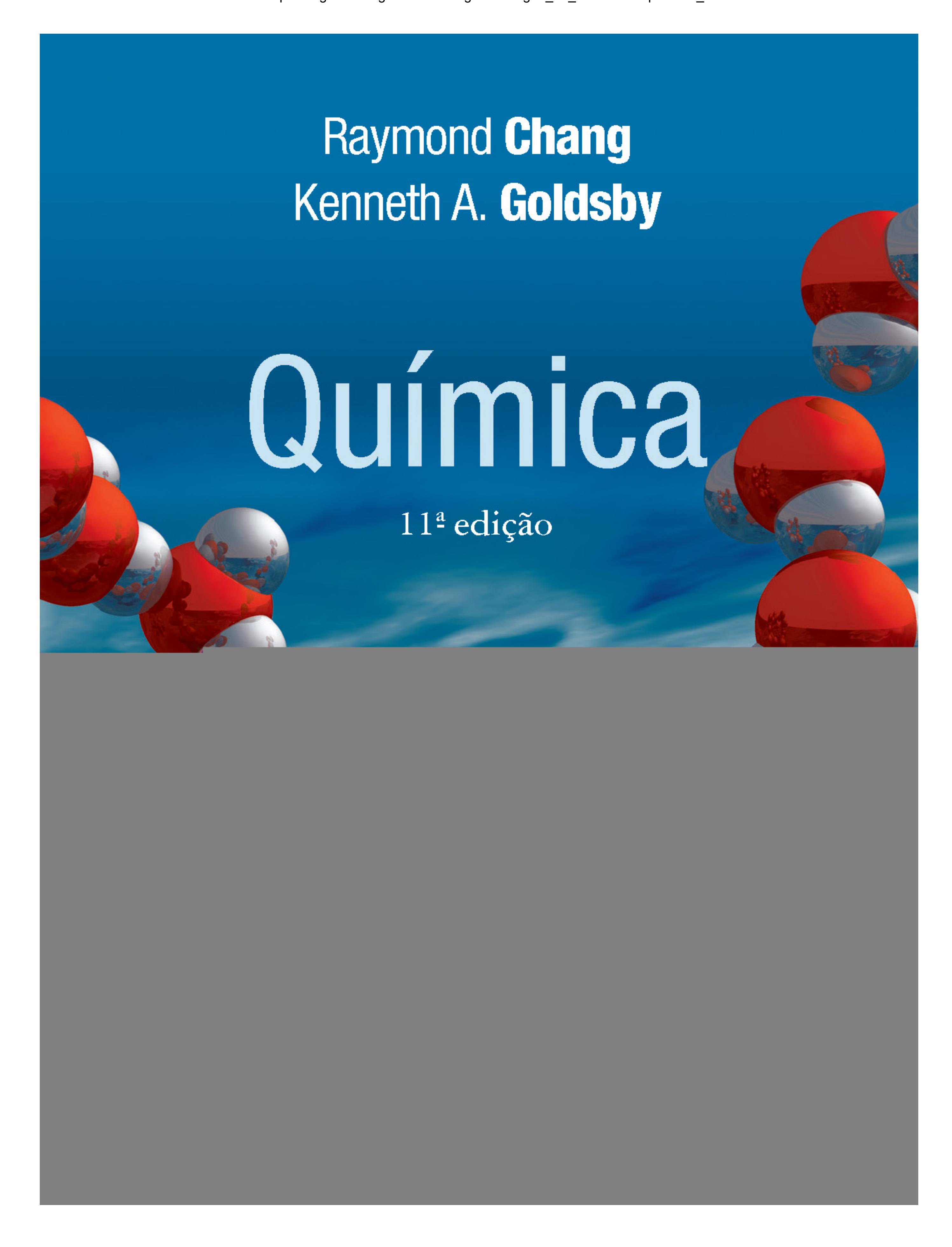


CONTEÚDO DO LIVRO

A teoria atômica vem sendo estudada desde o século V a.C. pelo filósofo grego Demócrito. Seus achados foram sendo aperfeiçoados e testados até chegar no modelo atômico atual.

Acompanhe um trecho da obra "Química", de Chang e Goldsby. O livro está na 11ª edição e servirá de base teórica para esta Unidade de Aprendizagem.

Boa leitura.


Raymond Chang
Kenneth A. Goldsby
Química
11ª edição



C456q Chang, Raymond.
Química [recurso eletrônico] / Raymond Chang, Kenneth A. Goldsby ; [tradução: M. Pinho Produtos Digitais Unipessoal Lda.] ; revisão técnica: Denise de Oliveira Silva, Vera Regina Leopoldo Constantino. – 11. ed. – Dados eletrônicos. – Porto Alegre : AMGH, 2013.

Editado também como livro impresso em 2013.
ISBN 978-85-8055-256-0

1. Química. I. Goldsby, Kenneth A. II. Título.
CDU 54

Catalogação na publicação: Ana Paula M. Magnus – CRB10/2052

Desde tempos remotos o homem ponderou sobre a natureza da matéria. As ideias modernas sobre a estrutura da matéria começaram a tomar forma no princípio do século XIX com a teoria atômica de Dalton. Hoje sabemos que toda a matéria é constituída por átomos, moléculas e íons. Toda a química está relacionada de uma forma ou de outra com estas espécies.

2.1 Teoria atômica

No século V a. C., o filósofo grego Demócrito exprimiu a crença de que toda a matéria consistia em partículas, muito pequenas e indivisíveis, às quais ele chamou de *átomos* (que significa indivisível). Embora a ideia de Demócrito não tenha sido aceita por muitos dos seus contemporâneos (como Platão e Aristóteles), ela prevaleceu. Resultados experimentais de investigações científicas apoiaram o conceito de “atomismo” e gradualmente fizeram surgir as definições modernas de elementos e compostos. Em 1808, o cientista e professor inglês John Dalton[1] formulou uma definição precisa dos blocos indivisíveis constituintes da matéria aos quais chamamos de átomos.

O trabalho de Dalton marcou o início da era moderna da química. As hipóteses acerca da natureza da matéria na qual a teoria atômica de Dalton se baseia podem ser resumidas da seguinte forma:

1. Os elementos são constituídos por partículas extremamente pequenas chamadas de átomos.
2. Todos os átomos de um dado elemento são idênticos, tendo a mesma dimensão, massa e propriedades químicas. Os átomos de um elemento são diferentes dos átomos de todos os outros elementos.
3. Os compostos são constituídos por átomos de mais de um elemento. Em qualquer composto, a razão entre os números de átomos de quaisquer dois elementos presentes é um número inteiro ou uma fração simples.
4. Uma reação química envolve apenas a separação, a combinação ou o rearranjo dos átomos: não resulta na sua criação ou destruição.

A Figura 2.1 é uma representação esquemática das últimas três hipóteses.

O conceito de átomo de Dalton era bem mais detalhado e específico do que o de Demócrito. A segunda hipótese afirma que os átomos de um elemento são diferentes dos átomos de todos os outros elementos. Dalton não tentou descrever a estrutura ou composição dos átomos – ele não fazia ideia de como era na realidade um átomo. Mas percebeu que as diferentes propriedades apresentadas por

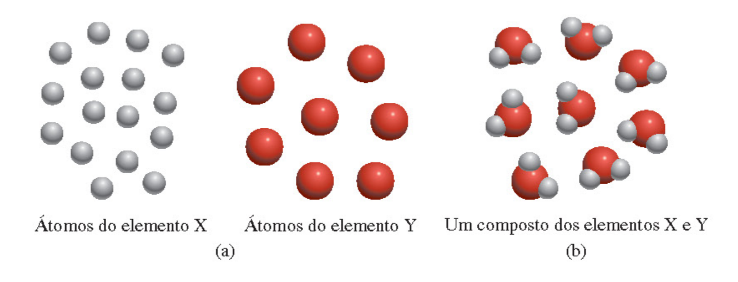
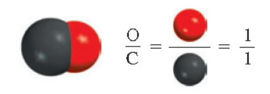


Figura 2.1 (a) De acordo com a teoria atômica de Dalton, os átomos do mesmo elemento são idênticos, mas os átomos de um elemento são diferentes dos átomos de outros elementos. (b) Um composto formado por átomos dos elementos X e Y. Neste caso, a razão entre o número de átomos do elemento X e dos átomos do elemento Y é 2:1. Repare que uma reação química resulta apenas no rearranjo de átomos, não na sua destruição ou criação.

[1] John Dalton (1766-1844). Químico, matemático e filósofo inglês. Além da teoria atômica, formulou várias leis de gases e deu a primeira descrição detalhada do daltonismo, doença da qual ele era vítima. Dalton era descrito como um experimentador razoável e um ilustrador particularmente fraco. O seu único divertimento era jogar bocha nas tardes de quinta-feira. Talvez tenha sido a visão daquelas bolas de madeira que lhe proporcionou a ideia da teoria atômica.

Monóxido de carbono



Dióxido de carbono

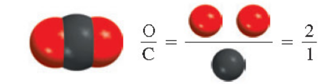


Figura 2.2 Ilustração da lei das proporções múltiplas.

elementos como o hidrogênio e o oxigênio podem ser explicadas ao supor que os átomos de hidrogênio não são os mesmos que os átomos de oxigênio.

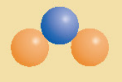
A terceira hipótese sugere que, para formar um certo composto, precisamos não só de átomos dos elementos certos, mas também de números específicos destes átomos. Esta ideia é uma extensão de uma lei publicada em 1799 pelo químico francês Joseph Proust[2]. A ***lei das proporções definidas*** de Proust afirma que *amostras diferentes do mesmo composto contêm sempre a mesma proporção das massas dos seus elementos constituintes*. Assim, se analisássemos amostras de dióxido de carbono gasoso obtidas de fontes diferentes, encontraríamos em cada amostra a mesma razão entre as massas de carbono e de oxigênio. É então aceitável que, se a razão entre as massas dos diferentes elementos em um dado composto é fixa, a razão do número de átomos destes elementos também deverá ser constante.

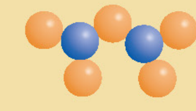
A terceira hipótese de Dalton apoia outra lei importante, a ***lei das proporções múltiplas.*** De acordo com esta lei, *se dois elementos podem se combinar para formar mais de um composto, as massas de um elemento que se combinam com uma dada massa do outro elemento estão na razão de números pequenos e inteiros*. A teoria de Dalton explica a lei das proporções múltiplas de uma forma muito simples: compostos diferentes constituídos pelos mesmos elementos diferem no número de átomos de cada espécie que se combinam. Por exemplo, o carbono forma dois compostos estáveis com o oxigênio, nomeadamente, o monóxido de carbono e o dióxido de carbono. As técnicas de medição modernas indicam que um átomo de carbono se combina com um átomo de oxigênio no monóxido de carbono e com dois átomos de oxigênio no dióxido de carbono. Assim, a razão entre o oxigênio no monóxido de carbono e o oxigênio no dióxido de carbono é 1:2. Este resultado é consistente com a lei das proporções múltiplas (Figura 2.2).

A quarta hipótese de Dalton é outra forma de exprimir a ***lei da conservação da massa***,[3] que diz que *a matéria não pode ser criada nem destruída*. Como a matéria é constituída por átomos que não são alterados em uma reação química, então a massa também deve se conservar. A brilhante visão de Dalton sobre a natureza da matéria foi o principal estímulo para o progresso rápido da química no século XIX.

Revisão de conceitos

Os átomos do elemento A (azul) e do B (laranja) formam dois compostos mostrados aqui. Estes compostos obedecem à lei das proporções múltiplas?





2.2 Estrutura do átomo

Com base na teoria atômica de Dalton, podemos definir um ***átomo*** como *a unidade básica de um elemento que pode entrar em uma combinação química*. Dalton imaginou um átomo que era simultaneamente indivisível e extremamente

[2] Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico francês, Proust foi o primeiro a isolar o açúcar das uvas.

[3] De acordo com Albert Einstein, a massa e a energia são aspectos alternativos de uma mesma entidade chamada *massa-energia*. As reações químicas em geral envolvem um ganho ou uma perda de calor e outras formas de energia. Assim, quando se perde energia em uma reação, por exemplo, também se perde massa. Com exceção das reações nucleares (ver Capítulo 23), as variações de massa nas reações químicas são demasiado pequenas para serem detectadas. Portanto, do ponto de vista prático, há conservação de massa.

pequeno. Contudo, diversas investigações que tiveram início na década de 1850 e se estenderam até o século XX demonstraram que os átomos possuem na realidade uma estrutura interna; isto é, são constituídos por partículas ainda menores, chamadas *partículas subatômicas*. Esta investigação levou à descoberta de três destas partículas – os elétrons, os prótons e os nêutrons.

O elétron

Na década de 1890 muitos cientistas foram "apanhados" pelo estudo da ***radiação***, *a emissão e transmissão de energia através do espaço na forma de ondas.* A informação ganha com esta investigação contribuiu muito para a compreensão da estrutura atômica. Um instrumento usado para investigar este fenômeno é a ampola de raios catódicos, o precursor do tubo de imagem da televisão (Figura 2.3). Trata-se de um tubo de vidro de onde se retirou a maior parte do ar. Quando se ligam as duas placas metálicas à fonte de alta tensão, a placa carregada negativamente, chamada *cátodo*, emite uma radiação invisível. Os raios catódicos são atraídos para a placa com carga positiva, chamada *ânodo,* onde passam através de um orifício e continuam o percurso até a outra extremidade do tubo. Quando os raios atingem a superfície com um revestimento especial, produzem uma fluorescência forte, ou uma luz intensa.

Animação
Ampola de raios catódicos.

Em algumas experiências foram adicionadas duas placas carregadas eletricamente e um ímã colocado no *exterior* da ampola de raios catódicos (ver Figura 2.3). Na presença do campo magnético e na ausência do campo elétrico, os raios catódicos atingem o ponto A. Quando se aplica apenas o campo elétrico, os raios



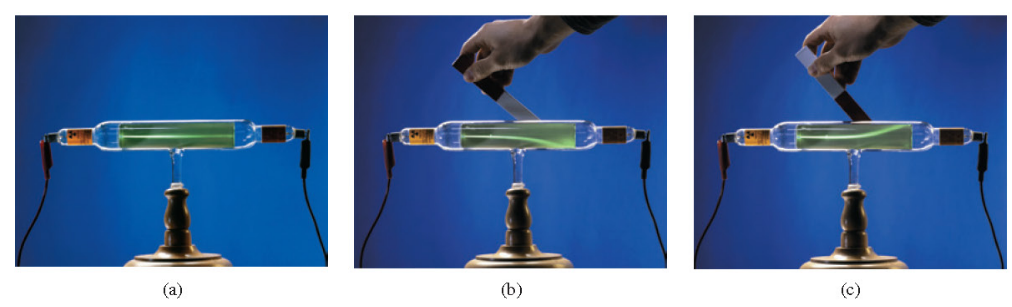


Figura 2.4 (a) Um raio catódico produzido em uma ampola seguindo do cátodo (esquerda) para o ânodo (direita). O raio em si é invisível, mas a fluorescência do revestimento de sulfeto de zinco sobre o vidro faz com que apareça em verde. (b) O raio catódico é dobrado para

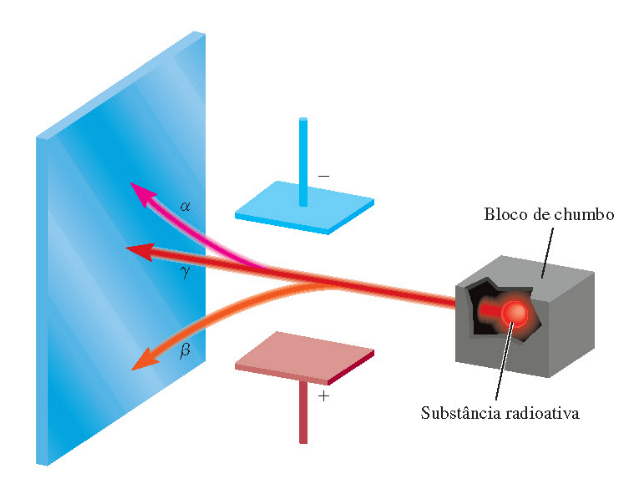


Figura 2.6 Os três tipos de raios emitidos por elementos radioativos. Os raios β consistem em partículas com carga negativa (elétrons) e são, portanto, atraídos pela placa carregada positivamente. O oposto é válido para os raios α – eles têm carga positiva e são puxados para a placa com carga negativa. Como os raios γ não têm carga, o seu percurso não é afetado por um campo elétrico exterior.

cava fluorescência em várias substâncias. Como estes raios não eram defletidos por um ímã, não podiam conter partículas com carga, à semelhança dos raios catódicos. Röntgen chamou-lhes raios X porque a sua natureza era desconhecida.

Pouco depois da descoberta de Röntgen, Antoine Becquerel,[7] professor de física em Paris, começou a estudar as propriedades de fluorescência das substâncias. Por mero acidente, ele verificou que a exposição de placas fotográficas envolvidas em um revestimento espesso a certos compostos de urânio provocava o seu escurecimento mesmo sem a estimulação dos raios catódicos. Tal como os raios X, os raios do composto de urânio eram muito energéticos e não eram defletidos por um ímã, mas distinguiam-se dos raios X porque apareciam espontaneamente. Um dos estudantes de Becquerel, Marie Curie[8], sugeriu o nome ***radioatividade*** para descrever esta *emissão espontânea de partículas e/ou radiação*. Desde então, qualquer elemento que emita radiação espontaneamente é chamado de *radioativo*.

Na desintegração ou quebra de substâncias radioativas, como o urânio, são produzidos três tipos de radiação, dois dos quais são defletidos por placas metálicas com cargas opostas (Figura 2.6). A ***radiação alfa*** (α) consiste em *partículas com carga positiva*, chamadas ***partículas α***, e são defletidas pela placa com carga positiva. A ***radiação beta*** (β), ou ***partículas β***, são *elétrons* e são defletidos pela placa com carga negativa. O terceiro tipo de emissão radioativa consiste em raios de elevada energia chamada ***raios gama*** (γ). Tal como os raios X, os raios γ não têm carga e não são afetados por um campo externo.

Animação
Raios alfa, beta e gama

A carga positiva está distribuída sobre toda a esfera

O próton e o núcleo

Na iníc

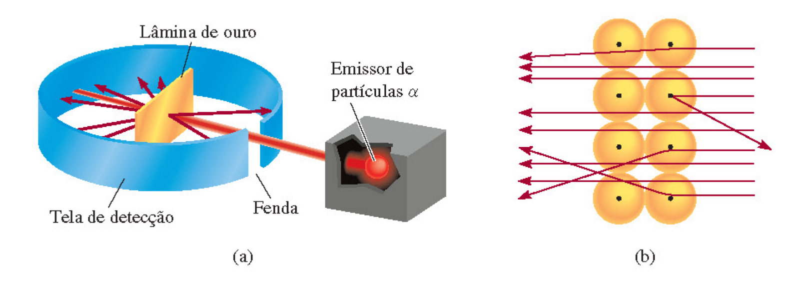
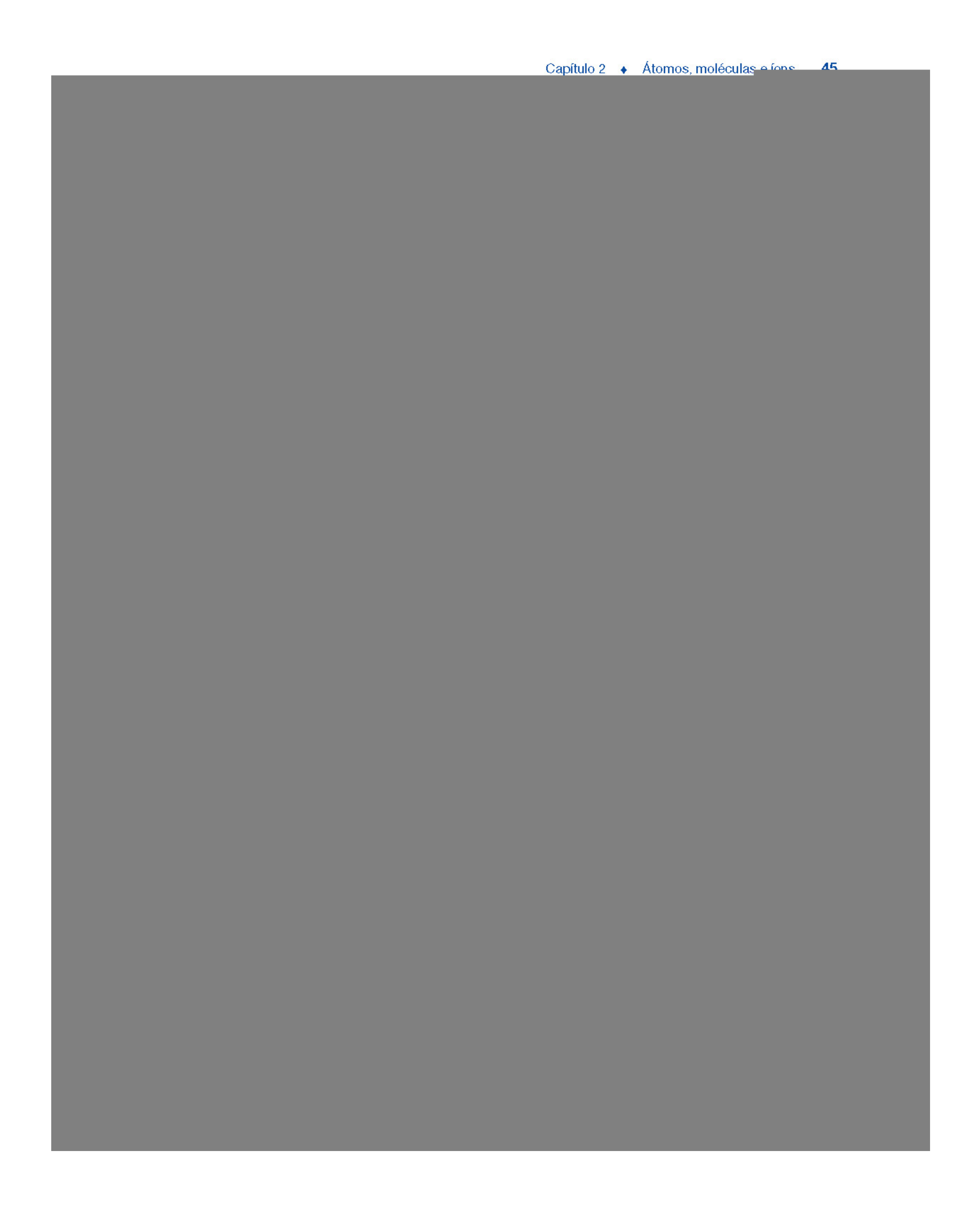


Figura 2.8 (a) Esquema da experiência de Rutherford para medir a dispersão das partículas α por uma lâmina de ouro. A maioria das partículas α atravessa a lâmina de ouro praticamente sem ser defletida. Algumas são defletidas em grandes ângulos. Ocasionalmente, uma partícula α é desviada em sentido contrário. (b) Uma visão ampliada das partículas α atravessando e sendo defletidas pelos núcleos.

como passas em um bolo (Figura 2.7). Este modelo chamado de "pudim de passas" foi a teoria aceita durante muitos anos.

Animação
Difração de partículas α.

Em 1910, o físico neozelandês Ernest Rutherford,[9] que tinha estudado com Thomson na Universidade de Cambridge, decidiu usar partículas α para estudar a estrutura dos átomos. Junto com o seu colega Hans Geiger[10] e um estudante





DICA DO PROFESSOR

Veja, no vídeo, um pouco da evolução dos modelos atômicos!

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!



EXERCÍCIOS

1) A figura abaixo mostra o experimento de Rutherford com o uso de uma lâmina de ouro e partículas. Supondo que esse experimento fosse realizado com átomos que tivessem a estrutura proposta pelo modelo de Thomson, poderíamos afirmar que:

a) As partículas □alfa atravessariam a lâmina de ouro, sendo observados poucos desvios.

b) O anteparo apresentaria manchas luminosas dispersas de forma homogênea.

c) Os átomos da folha de ouro impediriam totalmente a passagem das partículas.

d) Os núcleos e elétrons dos átomos da lâmina de ouro absorveriam as partículas.

e) Nenhuma das alternativas anteriores.

2) A evolução da teoria atômica se deu através de modelos e conceitos propostos por diversos cientistas com base em suas experiências e observações. O conceito de matéria, como uma massa de carga positiva uniformemente distribuída, com os elétrons espalhados de modo a minimizar as repulsões eletrostáticas, pode ser creditado a:

a) Dalton.

b) Thomson.

c) Rutherford.

d) Demócrito.

e) Nenhuma das anteriores.

3) A teoria atômica de Dalton só não está claramente expressa em:

a) A formação dos materiais dá-se através de diferentes associações entre átomos iguais ou não.

b) O átomo possui um núcleo positivo envolto por órbitas eletrônicas.

c) O número de átomos diferentes existente na natureza é pequeno.

d) Os átomos são partículas que não se podem dividir.

e) Toda matéria é formada por partículas extremamente pequenas.

4) Uma importante contribuição do modelo de Rutherford foi considerar o átomo constituído de:

a) Elétrons mergulhados em uma massa homogênea de carga positiva.

b) De uma estrutura altamente compacta de prótons e elétrons.

c) Um núcleo de massa desprezível comparada com a massa do elétron.

d) Uma região central com carga negativa chamada núcleo.

e) Um núcleo muito pequeno de carga positiva, cercado por elétrons.

5) O modelo de Thomson propôs que o átomo seria formado por uma esfera de carga ...., contendo .... incrustados, possuidores de carga elétrica .... A alternativa que completa corretamente a frase é:

a) Neutra/prótons e elétrons/positiva e negativa.

b) Positiva/prótons/positiva.

c) Negativa/elétrons/negativa.

d) Positiva/elétrons/negativa.

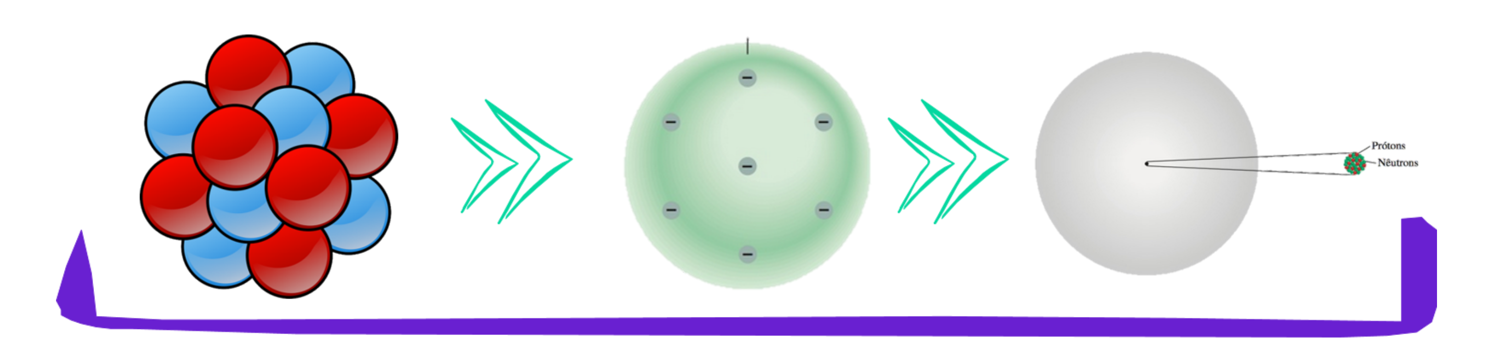
e) Positiva/nêutrons/nula.

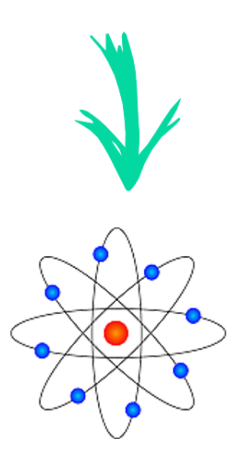
NA PRÁTICA

Atualmente, são conhecidos mais de 20 milhões de compostos. Todas essas descobertas não teriam sido possíveis se não houvesse o entendimento da estrutura atômica. Com a elucidação do átomo, descobriu-se que os átomos não estão isolados, e sim ligados, entre si ou com outros átomos. Essas ligações são feitas por meio de ligações químicas específicas e quem participa dessas ligações são os elétrons.

Então, o modelo atômico atual apresenta-se com um núcleo denso contendo prótons e elétrons. A eletrosfera, muito leve (10 mil vezes maior que o núcleo), contém os elétrons e foi uma grande avanço para a Ciência.

Evolução atômica







SAIBA +

Para ampliar o seu conhecimento a respeito desse assunto, veja abaixo as sugestões do professor:

Química Geral

ROSENBERG, J.L.; EPSTEIN, L.M.; KRIEGER, P.J. Coleção Schaum. 9.ed. Porto Alegre: Bookman, 2013.

Conteúdo disponível na plataforma virtual de ensino. Confira!